



FACOLTÀ DI FARMACIA

Termodinamica
Chimica

Calore e lavoro

C. A. Mattia 2010



Calore e temperatura



- La temperatura riflette il movimento casuale delle particelle, ed è quindi correlata all'energia cinetica delle molecole.
- Il calore coinvolge un trasferimento di energia tra due oggetti a temperatura differente.

C. A. Mattia 2010

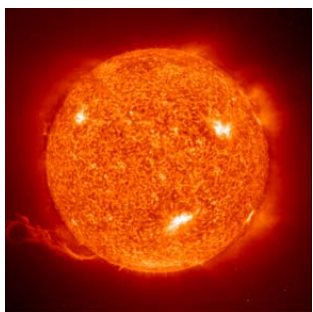
2



Flusso di calore



Il calore fluisce da un corpo caldo ad uno freddo fino a quando non raggiungono la stessa temperatura.

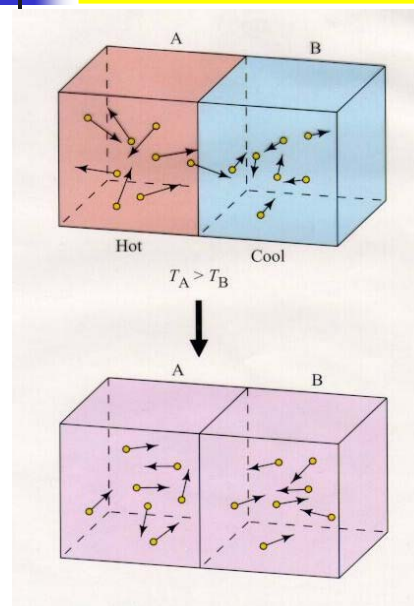


C. A. Mattia 2010

3



Flusso di calore ed equilibrio termico



- Quando un corpo caldo viene messo a contatto con un corpo freddo, del calore fluisce dal corpo caldo verso quello freddo, aumentando la sua energia, sino a raggiungere l'equilibrio termico.

C. A. Mattia 2010

4

Calore scambiato



- **Sistema:** parte dell'universo a cui siamo interessati (recipiente, macchina, cellula, ...).
- **Ambiente:** luogo dove compiamo le osservazioni o al limite tutto ciò che circonda il sistema.
- **Un processo si dice:**
 - **Esotermico:** se il calore viene emesso dal sistema verso l'ambiente.
 - **Endotermico:** se il calore viene assorbito dal sistema ed emesso dall'ambiente.

Energia, lavoro e calore



- Un sistema può scambiare energia con l'ambiente mediante:
 - **Calore scambiato.**
 - **Lavoro eseguito (dal sistema o dall'ambiente).**
 - Lavoro meccanico (forza · spostamento).
 - Lavoro di espansione superficiale (tensione superficiale · area).
 - Lavoro elettrico (differenza di potenziale · carica).
 - Lavoro gravitazionale (massa · accelerazione · altezza).
 - Lavoro di espansione (pressione · volume).
- Scaldando un corpo, aumentiamo la sua capacità di compiere lavoro e quindi aumentiamo la sua energia.
- Anche compiendo lavoro sul sistema aumentiamo la sua energia, ad esempio comprimendo un gas o tirando una molla.

Calore e lavoro

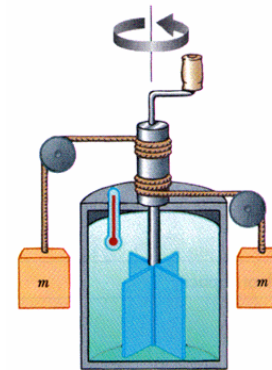


- Joule mostrò come il lavoro e il calore fossero convertibili l'uno nell'altro.



- Dopo aver variato l'energia di un sistema, questo non **ricorda** se è stato eseguito del lavoro o se è stato scambiato del calore.

L'esperimento di Joule



Materiale coibente

- Joule provò l'equivalenza tra calore e lavoro meccanico.

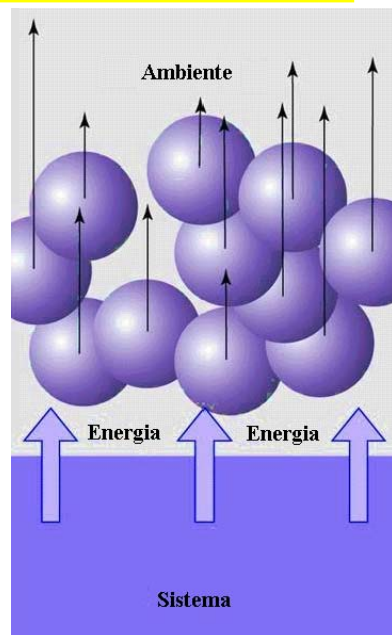
Il lavoro eseguito per far ruotare le pale, causa un aumento della temperatura dell'acqua.

- Joule mostrò anche che la quantità di calore prodotto era proporzionale alla quantità di lavoro.

Lavoro



- Simbolo: w
- Il lavoro è energia **ordinata** che può essere utilizzata per sollevare un peso nell'ambiente.
- Non può essere immagazzinata come lavoro.
- Esiste **solamente** durante il processo in cui viene eseguito il lavoro.



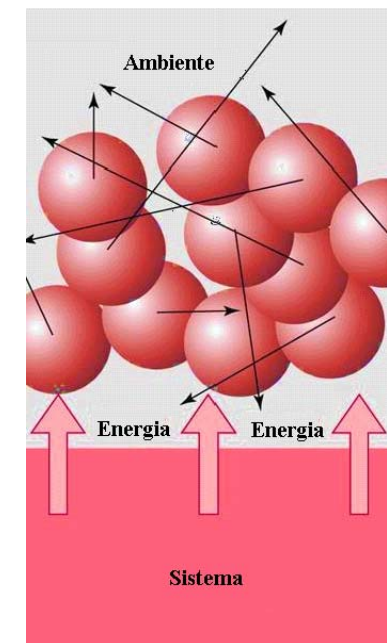
C. A. Mattia 2010

9

Calore



- Simbolo: q
- Il calore è energia **disordinata** che viene trasferita tra sistema e ambiente per ristabilire l'equilibrio termico.
- Non può essere immagazzinato come calore.
- Esiste **solamente** durante il processo in cui viene scambiato.



C. A. Mattia 2010

10

Calore contenuto?



No No No!

*Non si può parlare di
calore contenuto in un
corpo!*

Solo di energia contenuta.

C. A. Mattia 2010

11

Convenzione del segno



- Per convenzione, lavoro e calore sono **negativi** se diminuiscono l'energia del sistema, **positivi** se l'aumentano.
- Lavoro
 - > 0 se è fatto sul sistema.
 - < 0 se è fatto dal sistema.
- Calore
 - > 0 se è assorbito dal sistema.
 - < 0 se è emesso dal sistema.

C. A. Mattia 2010

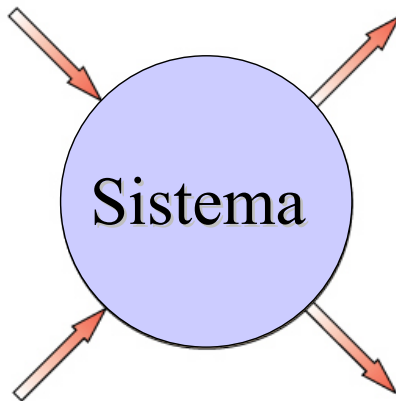
12

Sistema e ambiente



q = trasferimento di calore endotermico
(in entrata)

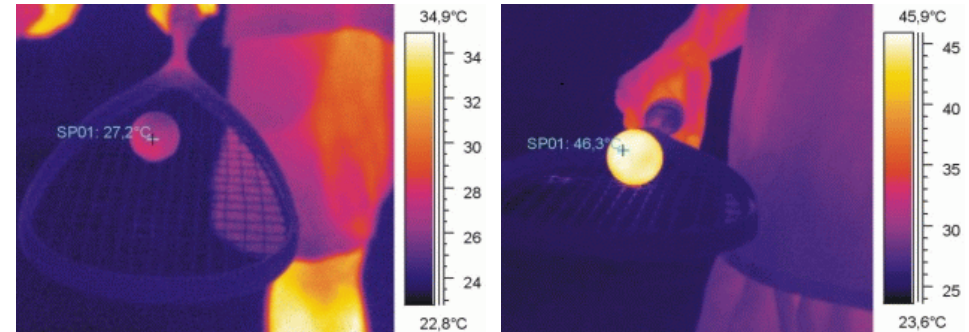
$-q$ = trasferimento di calore esotermico
(in uscita)



w = trasferimento di lavoro
(in entrata)

$-w$ = trasferimento di lavoro
(in uscita)

Conversione di lavoro in calore



Temperatura di una palla da tennis prima e dopo l'urto

Calore e lavoro non si conservano



- Il **lavoro** non è una funzione di stato, e dipende dal cammino.
- Essendo il **lavoro** e il **calore** equivalenti in termodinamica, neanche il **calore** è una funzione di stato.
- Il **calore** è una particolare **forma** di energia e quindi non sorprende che non sia una funzione di stato.

Energia interna



- Se calore e lavoro non esistono al di fuori del processo in cui vengono trasferiti, cosa diventano?
- L'evidenza sperimentale portava a concludere che ogni corpo potesse *immagazzinare* l'energia internamente, senza trasformarla in energia cinetica totale del corpo ponendolo in movimento.
- La termodinamica postula l'esistenza di una funzione **U** chiamata **energia interna**.
- Non era chiaro cosa fosse l'energia interna, e si dovette aspettare la meccanica quantistica per capirlo.
- È la somma dell'energia cinetica e potenziale **molecolare** (energia traslazionale, rotazionale, vibrazionale,...).

Energia interna



- L'energia interna può venire immagazzinata.
- Esiste una U_i prima del processo e una U_f dopo il processo. Esiste quindi un $\Delta U = U_f - U_i$.
- U è una funzione di stato.
- U si comporta come una **banca**. Eseguendo lavoro sul sistema, U immagazzina una quantità equivalente di energia. Questa poi può essere ceduta sotto forma di lavoro, o di calore o in altro modo.

Prima legge della termodinamica



- Nonostante il calore e il lavoro non siano delle funzioni di stato, sperimentalmente si osserva che la loro somma è una variazione di una funzione di stato chiamata **energia interna**.

$$\Delta U = q + w$$

$$\Delta U = q + w$$



- Il primo principio della termodinamica racchiude più osservazioni sperimentali:
 - calore e lavoro sono equivalenti.
 - esiste una funzione di stato chiamata U che rappresenta l'energia interna del sistema.
 - se il sistema è isolato, $q = w = 0$, per cui $\Delta U = 0$; l'energia si conserva.
- Si usa il simbolo Δ per indicare la variazione di una funzione di stato. Non scriviamo Δq o Δw .

Corollario



L'intero universo è un sistema isolato.

L'energia dell'universo è costante.

Il primo principio (forma differenziale)



- Spesso è utile considerare dei cambiamenti infinitesimi su un sistema, invece di cambiamenti finiti.
- Il primo principio $\Delta U = q + w$ in forma differenziale diventa

$$dU = dq + dw$$

Energia interna



- L'energia interna U è una funzione di stato. La termodinamica ci assicura che deve essere esprimibile in funzione delle altre variabili termodinamiche.

$$U = U(p, V, T)$$

- L'equazione di stato che lega p , V e T non fornisce alcuna informazione su U , che deve quindi essere ricavata separatamente.
- Due gas possono seguire la legge dei gas ideali, ma avere un comportamento di U diverso.

U per un gas ideale monoatomico



- Dalla teoria cinetica dei gas, si ottiene che per un gas ideale monoatomico

$$U(T) = U(0) + \frac{3}{2}nRT$$

- Lo zero delle energie è imprecisato, ma non ha importanza in termodinamica, poiché interessano solo le variazioni di energia.
- Dipende **solo** da T , non da V o p .

Calorimetria



- Che cosa succede quando scaldiamo un corpo?
 - Si verifica un aumento di temperatura del corpo.
- Osserviamo anche il contrario:
 - raffreddando un corpo si verifica una diminuzione della temperatura del corpo.
- Fissata la quantità di calore scambiata, come si fa a sapere di quanto cambia la temperatura?
 - Questa è la domanda cui la calorimetria vuole rispondere.

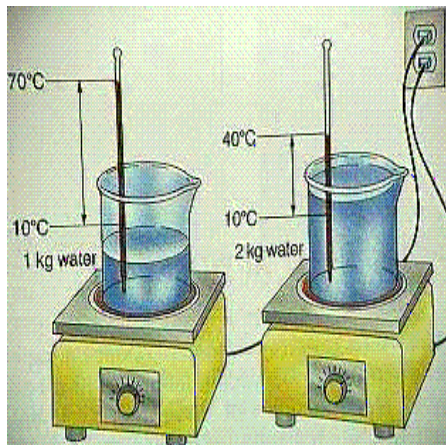
Calorimetria



Prendiamo un recipiente con un Kg d'acqua e lo poniamo su un fornello e misuriamo la temperatura iniziale dell'acqua. Accendiamo il gas per un minuto, lo spegniamo e misuriamo la nuova temperatura.

Prendiamo un recipiente con una quantità doppia d'acqua, alla stessa temperatura iniziale, e manteniamo acceso il fornello per lo stesso tempo.

La temperatura finale è inferiore.



L'aumento di temperatura dipende dalla quantità di sostanza che scaldiamo.

Domande da porsi...

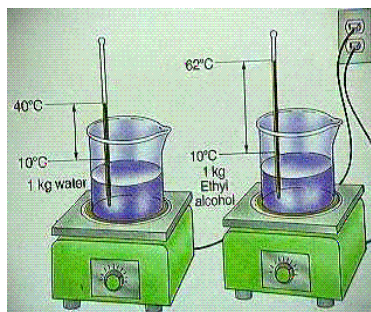


1. E se prendessimo un Kg, di una sostanza diversa? Olio ad esempio, oppure alcool?
2. E se ripetessimo l'esperimento partendo da acqua molto fredda? Diciamo a 5 °C ? Oppure da acqua già molto calda? 60 °C ad esempio.
3. E se ripetessimo l'esperimento in alta montagna o al mare?
4. E cosa succede se l'acqua inizia a bollire?
5. E se ci fosse la luna piena? E se avessi la cravatta gialla? E se l'esperimento lo avesse compiuto un mio amico? E se invece di bruciare una candela intera, la divido in due e brucio due mezze candele contemporaneamente?

Troviamo le risposte...



1. Eseguiamo l'esperimento con acqua e alcool etilico ...



il ΔT è diverso

il ΔT quindi dipende dalla quantità di sostanza ma anche dal tipo.

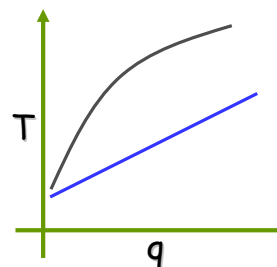
2. Eseguiamo anche l'esperimento a diversa temperatura iniziale, in alta montagna, ... troviamo che...

il ΔT è diverso

Costruiamo la teoria...

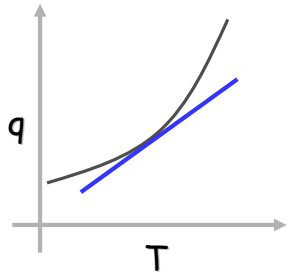


- Iniziamo a costruire matematicamente la calorimetria.
- Introduciamo una funzione che correli la temperatura al calore scambiato.



- Non preoccupiamoci delle unità di misura.
- Ci aspettiamo un grafico crescente...
- ... ma non lineare...
- ... e il calore non è una funzione di stato ...
- ... meglio invertire gli assi.

Costruiamo la teoria



- **Non** stiamo cambiando l'esperimento.
- Consideriamo il calore come funzione della temperatura $q = f(T)$.
- Se il grafico fosse rettilineo, dovrei avere una funzione lineare $q = C\Delta T$.

■ Considero quindi il calore infinitesimo $dq = CdT$

$$\frac{dq}{dT} = C$$

C è chiamata **capacità termica** e in generale dipende da T e p

$$C = C(p, T)$$

Capacità termica



- La **capacità termica** è una proprietà di ogni sostanza.
- La conoscenza dei valori di capacità termica di vari materiali, ha grandi applicazioni pratiche e tecnologiche.
- La **capacità termica dipende dal processo**.
- La capacità termica dipende dalla quantità di sostanza.
- Una grande capacità termica implica un piccolo aumento di T per molto calore scambiato.

Capacità termiche molari a 298 K



- Per ottenere un valore indipendente dalla quantità di sostanza, possiamo usare la capacità termica molare.

■ Al	24 J K⁻¹ mol⁻¹
■ NaCl	50 J K⁻¹ mol⁻¹
■ SiO₂	73 J K⁻¹ mol⁻¹
■ H₂O_(l)	75 J K⁻¹ mol⁻¹
■ H₂O_(g)	33 J K⁻¹ mol⁻¹

Calore specifico



- **Capacità termica specifica: quantità di calore necessario per innalzare di 1 °C 1 g di sostanza.**
- Chiamata anche **calore specifico** (usato principalmente in discipline tecniche).
- L'acqua ha una **capacità termica specifica enorme, rispetto ad altre sostanze comuni.**
- L'unità di misura **caloria** è proprio il valore del **calore specifico dell'acqua liquida.**
- La caloria è la quantità di energia richiesta per portare 1 g di H₂O da 14,5 °C a 15,5 °C.

Caloria



■ Una Caloria, con la C maiuscola (grande), di solito si usa per indicare il contenuto energetico dei cibi.

■ È in realtà una Kilocaloria:

- 1 Caloria = 1 Kilocaloria = 1000 cal (Kcal).
- 1 cal = 4,184 J.

Nutrition Facts	
Serving Size 1 cup (226g)	
Amount Per Serving	
Calories 260	Calories from Fat 120



Informazioni nutrizionali:(valori medi)			
		Per 100 g	Per Pezzo
Valore energetico	kcal/kJ	478/1993	191/797
Proteine	g	7,0	2,8
Carboidrati	g	46,1	18,4
Grassi	g	29,5	11,8

Mistero



Perché rischiamo di ustionarci con le patate bollite ma non con quelle fritte?



Questo nonostante le patate fritte friggano ad una temperatura molto più elevata (l'olio all'ebollizione può raggiungere anche i 250 °C).



Elementare Watson



Bollendo, la patata, già ricca d'acqua naturalmente, ne assorbe ulteriormente, e porta la sua temperatura a 100 °C.

Data la grande capacità termica dell'acqua, anche dopo aver emanato una grande quantità di calore, la sua temperatura è scesa solo di pochi gradi.

Le patate fritte invece, perdono parte della loro acqua naturale per evaporazione, dato che la temperatura di ebollizione dell'olio è molto superiore a quella dell'acqua.

Se queste si riempissero d'olio bollente, sarebbero ustionanti. Fortunatamente però, friggendo, le patate formano una cuticola esterna parzialmente impermeabile all'olio. Questo permette a parte dell'acqua di rimanere all'interno della patata, che rimane così morbida internamente e croccante sulla superficie.



Mistero



Perché il clima marino invernale è mite?





I vari materiali hanno capacità termiche differenti.

L'acqua ha una capacità termica insolitamente alta: questo significa che grandi quantità di calore portano ad un innalzamento modesto della temperatura.



In altre parole l'acqua è un ottimo serbatoio di calore. Questo è il motivo per cui le località di mare hanno durante l'inverno un clima mediamente più mite di località continentali: il mare durante l'inverno cede lentamente l'energia immagazzinata durante i mesi caldi.

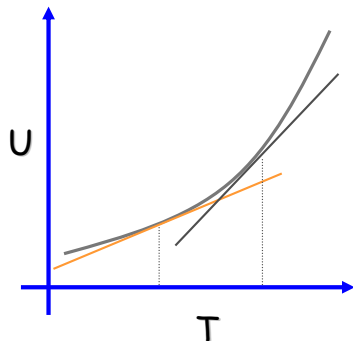


- Fissata la composizione, vi sono solo due variabili indipendenti.
- Il primo principio della termodinamica aggiunge la variabile energia interna U . È ancora vero però che solo due variabili tra le quattro (p, V, T, U) sono indipendenti.
- Possiamo considerare l'energia interna come funzione di T e V , o di p e T ad esempio, anche se non ne conosciamo l'espressione $U = U(T, V)$.
- La termodinamica **non** ci fornisce l'espressione.

Le proprietà di U



- Consideriamo U come funzione di T e V . $U = U(V, T)$
Studiamo un processo a $V = \text{costante}$.



Fissiamo la temperatura di un corpo e immaginiamo di innalzare questa temperatura di una quantità infinitesima dT . A volume costante, il corpo innalzerà la sua energia interna di un infinitesimo dU . La costante di proporzionalità che lega i due infinitesimi è la **capacità termica a volume costante** e si indica con C_V .

$$dU = C_V dT$$

$$C_V = \frac{dU}{dT} = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$$

Capacità termica a volume costante



$$C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$$

C_V : Capacità termica a volume costante

$$C_{V,m}$$

Capacità termica **molare** a volume costante

- Grande $C_V \Rightarrow$ piccolo aumento di T per tanto calore scambiato.

Gas ideale monoatomico



- Per un gas ideale monoatomico

$$U(T) = U(0) + \frac{3}{2} nRT$$

- Quindi... $C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$

$$C_{V,m} = 3/2 R = 12,5 \text{ J/mol K}$$

Primo principio



- Consideriamo il primo principio in forma differenziale

$$dU = dq + dw$$

- Nel lavoro infinitesimo, è incluso qualsiasi tipo di lavoro, ma nella maggior parte delle trasformazioni chimiche consideriamo quasi esclusivamente il **lavoro di espansione**.
- Non necessariamente ad espandersi è un gas.

Calore ed energia interna



- Supponiamo che il sistema non compia alcun lavoro. Allora $dU = dq$ e per un cambiamento finito $\Delta U = q$

1. Non si scrive Δq ma semplicemente q : il calore non è una funzione di stato ed è privo di senso considerare una differenza di calore tra uno stato iniziale e uno stato finale. Possiamo solo parlare di calore trasferito durante tutto il processo.
2. Questa equazione ci permette di calcolare le variazioni d'energia interna di un sistema che non compie lavoro (ad esempio un sistema a volume costante).

Energia interna e calore



- Consideriamo un processo isocoro ($V = \text{costante}$)

$$C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$$

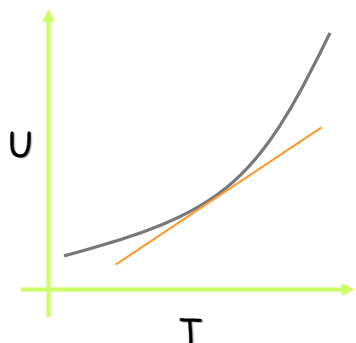
$$dU = C_V dT \quad \text{Vale solo per un processo isocoro}$$

- ...e una variazione finita di temperatura

$$\Delta U = q_V = \int_{T_1}^{T_2} C_V dT \quad \longrightarrow \quad \Delta U = q_V \cong C_V \Delta T$$

Se $C_V \approx \text{costante}$

Energia interna



- C_V è la pendenza della tangente

$$\int_{U_i}^{U_f} dU = \Delta U = \int_{T_i}^{T_f} C_V(T) dT$$

se l'intervallo di temperatura è grande, non posso considerare costante C_V e **non vale** la formula:

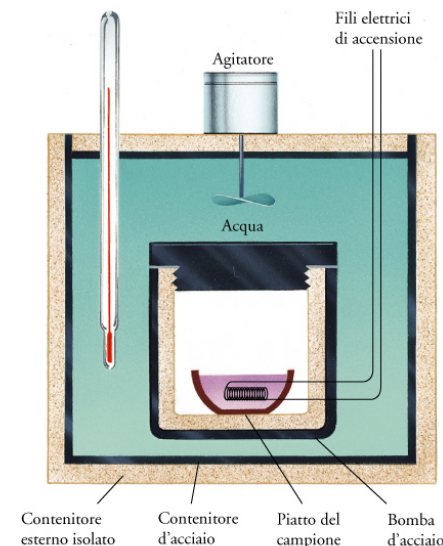
$$\Delta U \cong C_V \Delta T$$

$$C_V = a + bT + c/T^2$$

Calorimetro



- L'energia interna non è accessibile direttamente.
- Per misurare il calore scambiato in un processo a volume costante, si usa un **calorimetro**.



Calore scambiato a pressione costante



- Il calore scambiato da un sistema a volume costante è pari alla variazione di una funzione di stato: l'energia interna.
- La maggior parte dei processi avvengono praticamente a pressione costante.

- Dal primo principio $dU = dq + dw$

- Consideriamo del lavoro di espansione reversibile

$$dU = dq - pdV \quad dq = dU + pdV$$

ovvero (integrando)

$$q_p = (U_f + p_f V_f) - (U_i + p_i V_i)$$

Stato finale

Stato iniziale

Entalpia



- L'entalpia si definisce come

$$H = U + pV$$

- L'entalpia è una **funzione di stato** in quanto somma di funzioni di stato.
- Una volta era chiamata contenuto di calore.
- $\Delta H = H_f - H_i$
- **Calcolando la variazione infinitesima**

$$dH = dU + pdV + Vdp$$

dH e ΔH



$$dH = dU + pdV + Vdp$$

- ✓ Utilizziamo ora il primo principio

$$dH = dq + dw + pdV + Vdp$$

- ✓ Per un sistema in equilibrio in un processo reversibile

$$dH = dq - pdV + pdV + Vdp = \dots$$
$$\dots = dq + Vdp$$

Calore e entalpia



$$dH = dq + Vdp$$

- in condizioni di pressione costante $dp = 0 \dots$

$$dH = dq$$

- Quindi il **calore infinitesimo** scambiato a pressione costante è pari alla **variazione infinitesima di entalpia**.
- Per una variazione finita, a pressione costante..

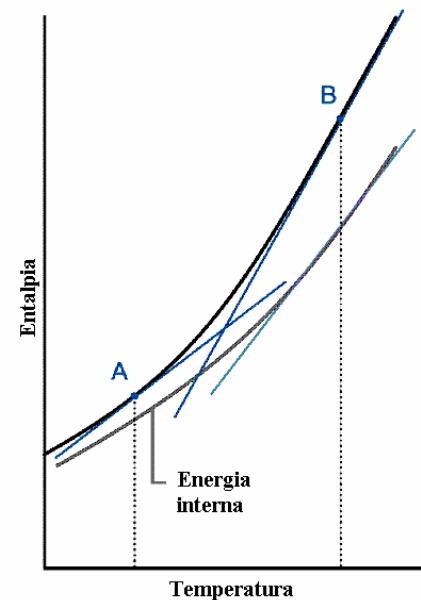
$$\Delta H = q_p$$

ΔH Per un gas ideale



- $H = U + pV$
- $\Delta H = \Delta U + \Delta(pV)$
 - per un gas ideale, $pV = nRT$
 - allora $\Delta(pV) = \Delta(nRT)$
 - ma $\Delta(nRT) = nR\Delta T$
- **Ma per un processo isoterma**
 - $\Delta U = 0$
 - $nR\Delta T = 0$
- **Quindi $\Delta H = 0$**

Capacità termica a pressione costante



- Analogamente a quanto fatto per C_v definiamo la **Capacità Termica a pressione costante**

$$C_p = \left(\frac{dq}{dT} \right)_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_p$$

Entalpia



- In un certo senso, l'entalpia non è una funzione termodinamica "fondamentale".
- È una nostra comoda invenzione, dovuta al fatto che viviamo su un pianeta dove la pressione è praticamente costante.
- Se incontrassimo degli scienziati alieni, che vivono su un pianeta dove la pressione subisce forti variazioni in poco tempo, probabilmente la loro termodinamica conterrebbe U ma non H.



Calore e entalpia



$$C_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_p$$

- Consideriamo un processo isobaro ($p = \text{costante}$)

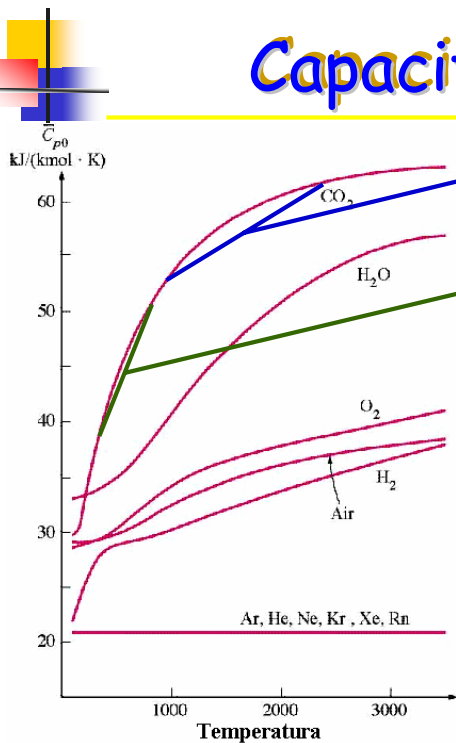
$$dH = C_p dT \quad \text{Vale solo per un processo isobaro}$$

- ... e una variazione finita di temperatura

$$\Delta H = q_p = \int_{T_1}^{T_2} C_p dT \quad \longrightarrow \quad \Delta H \cong C_p \Delta T$$

Se $C_p \approx \text{costante}$

Capacità Termica



- Approssimazione lineare insoddisfacente
 - Buona approssimazione
 - Una formula empirica è
- $$C_{p,m} = a + bT + \frac{c}{T^2}$$
- Perché i gas nobili hanno una curva costante?

C_p e C_v



- Di solito i sistemi si espandono se riscaldati a $p = \text{costante}$.
- L'energia fornita
 - Aumenta l'energia interna.
 - Viene spesa per produrre il lavoro di espansione.
- L'aumento di temperatura sarà minore rispetto ad un processo a $V = \text{costante}$ $\Delta U = q_v$

$$C_p > C_v$$

C_p e C_v per un gas ideale



- $H = U + pV$
- Per un gas ideale, $pV = nRT$
- Quindi $H = U + nRT$
- Deriviamo ambo i membri rispetto alla Temperatura

$$\frac{dH}{dT} = \frac{dU}{dT} + nR$$

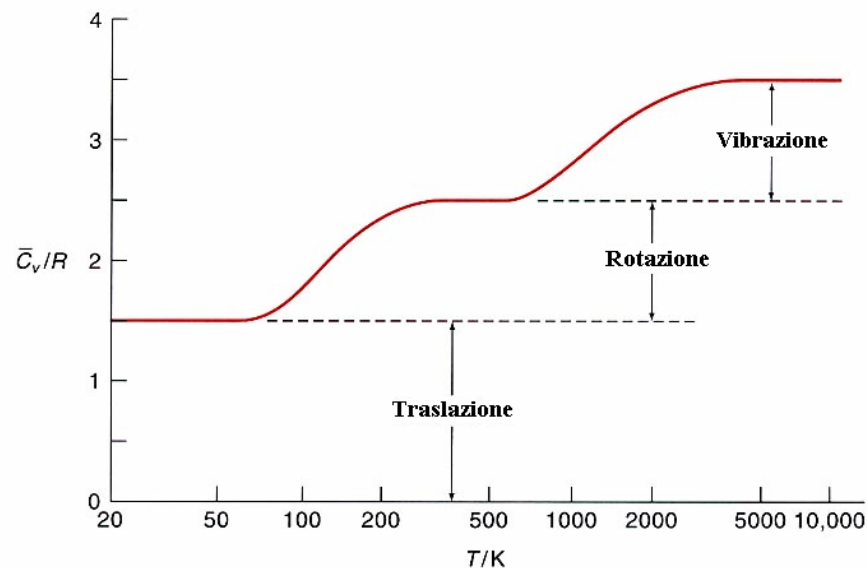
- Quindi $C_{p,m} = C_{v,m} + R = 3/2 R + R = 5/2 R$

Gradi di libertà



- La relazione $C_v = (3/2)R = 12.5 \text{ J/mol K}$ è in accordo con gli esperimenti solo per i gas monoatomici.
- Per i gas poliatomici l'energia può essere immagazzinata anche come energia rotazionale e vibrazionale.

Energia interna di H_2



Calore scambiato e altri processi



- Finora abbiamo assunto che l'unico effetto di un assorbimento di calore da parte di un sistema sia l'innalzamento della temperatura.
- **Esistono però altre possibilità**
 - Reazioni chimiche.
 - Cambiamenti di fase.

Quiz



Dall'ebollizione, gli spaghetti ci mettono 8 minuti a cuocere a fuoco medio. Raddoppiando la quantità di gas, in quanti minuti sarà pronto in tavola?

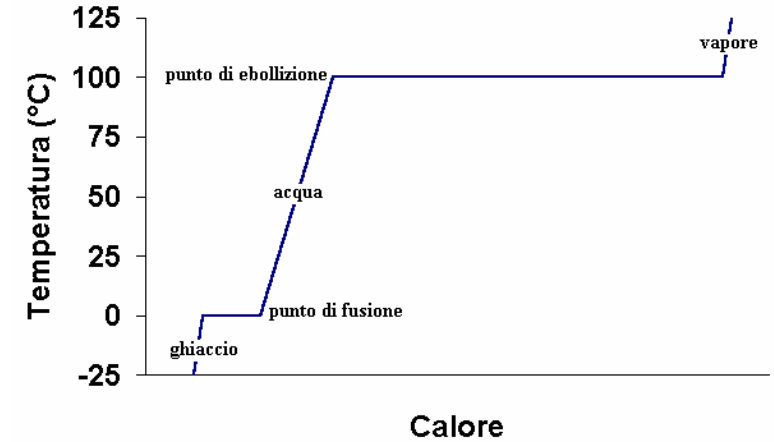
Ancora 8 minuti, perchè la temperatura, arrivata a 100 °C, non aumenta più.

Profilo di calore



Durante un cambiamento di fase, la temperatura rimane costante.

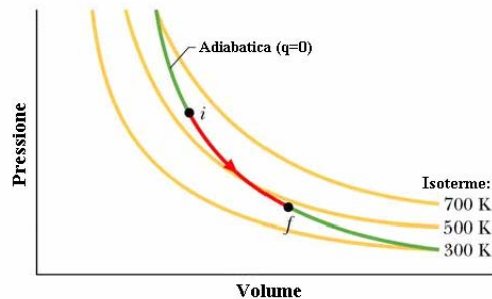
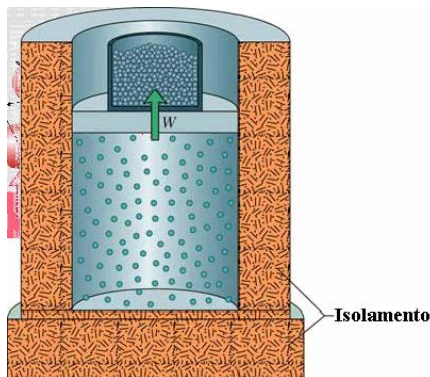
Il calore fornito serve a rompere i legami molecolari.



Processo adiabatico



- $\Delta U = q + w$
- In un processo adiabatico, $q = 0$, e quindi $w = \Delta U$



Espansione adiabatica



- Per un processo adiabatico

- $q = 0$
- $U = w$
- $dU = dw$ ($dU = C_V dT$)
- $dw = -p dV$

- Per un gas ideale

- $-p dV = -(nRT/V) dV$
- $C_{p,m} - C_{V,m} = R$
- $c = C_{V,m}/R$
- $\gamma = 1/c + 1 = R/C_{V,m} + 1 = C_{p,m}/C_{V,m} = C_p/C_V$

Espansione adiabatrica



Per un cambiamento di volume adiabatico

- $p dV = C_V dT$
- $-(nRT/V) dV = nC_{V,m} dT$
- $-dV/V = c dT/T$ $c = C_{V,m}/R$
- $-\ln V_f/V_i = c \ln T_f/T_i$
- $\ln V_i/V_f = \ln (T_f/T_i)^c$ $V_i/V_f = (T_f/T_i)^c$
- $V_i T_i^c = V_f T_f^c$
- $V_i/V_f = (T_f/T_i)^c$ ($c = C_{V,m}/R$)
- $(V_i/V_f)^{1/c} = T_f/T_i$
- $(V_i/V_f)^{1/c} = p_f V_f / p_i V_i$
- $p_i V_i^\gamma = p_f V_f^\gamma$ ($\gamma = C_{p,m}/C_{V,m}$)
- $VT^c = \text{costante}$
- $pV^\gamma = \text{costante}$

Espansione isoterma



Per un gas ideale e reversibilmente

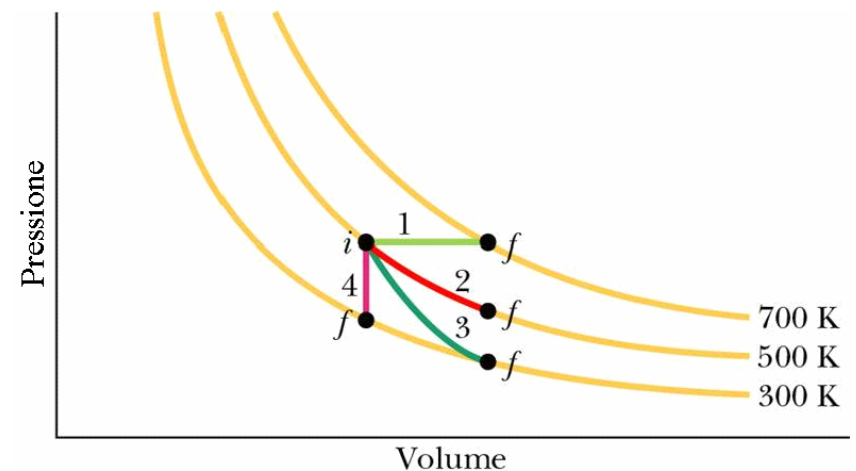
- $\Delta U = q + w = 0$
- $q = -w$
- $dw = -p_{ex} dV$
- $p_{ex} = p$ (reversibile)
- $p = nRT/V$ (ideale)
- $w = -nRT \ln(V_f/V_i)$
- $q = nRT \ln(V_f/V_i)$

Lavoro per un gas ideale



- **Isoterma reversibile:** $T = \text{costante}$
 $w = -nRT \ln(V_f/V_i)$
- **Isobaro:** $p = \text{costante}$
 $w = -p\Delta V$
- **Adiabatico:** $q = 0$ $pV^\gamma = \text{costante}$
 $w = \Delta U$
- **Isocoro:** $V = \text{costante}$
 $w = 0$

Processi termodinamici comuni



1: Isobaro 2: Isoterma 3: Adiabatico 4: Isocoro